Chimie générale : la matière

Chapitre 2 : Les atomes, les molécules et les ions

A-2015
Cégep de Lévis-Lauzon
Josée Debigaré

DALTON John (1766-1844)



Physicien, chimiste et naturaliste anglais

John Dalton est connu pour être le "redécouvreur" de la théorie des atomes. C'est aussi lui qui donnera son nom au daltonisme. En effet, à l'âge de 28 ans, il constate qu'il est insensible à certaines couleurs. Il publie en 1794 un article sur le phénomène de dischromatopsie qui sera alors appelé daltonisme.

Fils d'un tisserand du Cumberland (maintenant inclus dans le Cumbria), son père l'initie, dans la plus pure tradition Quaker, aux sciences et aux mathématiques qui l'orienteront vers la science newtonienne. En 1793, il est nommé professeur de mathématiques et de philosophie naturelle au New College dépendant de l'Académie de Manchester. En 1799, l'académie déménage à York mais Dalton choisi de rester à Manchester où il vivra modestement de cours particuliers.

A son arrivée à Manchester, il devient membre de la *Philosophical Society* créée en 1781, conduite par Thomas Percival, un élève de Priestley et diplômé de la faculté de médecine d'Édimbourg. Cette société discute de littérature, de philosophie naturelle, de l'art mais exclut la religion et la politique britannique. Dalton y présente ses premiers travaux en 1794 sur des instruments d'étude météorologiques, thermomètres et baromètres.

C'est son intérêt pour la météorologie qui l'orientera vers la chimie et la théorie atomique. Ses travaux sur l'atmosphère l'amène à constater que la pression de la vapeur augmente avec la température. En étendant cette étude à d'autres gaz, il déduit que le volume occupé par un gaz est proportionnel à la quantité de matière et à la température tout en restant indépendante de la nature du gaz. Il travaille ensuite en jouant sur les volumes et retrouve la loi que Charles avait mise en évidence quelques années plutôt, et que Gay-Lussac avait popularisée. Il travaille ensuite avec des mélanges de gaz et travaille particulièrement sur l'air, et c'est en 1801, pendant ces études que Dalton formulera la loi des pressions partielles (la pression totale d'un mélange de gaz est égale à la somme des pressions partielles de chaque gaz) suite à l'observation que la pression partielle de vapeur d'eau dans un mélange de gaz est identique quelque soit la nature des gaz mélangés.

Pour en savoir plus, consultez :
Histoire de la chimie (16/06/2014). John Dalton,[en ligne]. http://www.sciences-en-ligne.com/DIST/Data/Ressources/lic2/chimie/hist_chi/biographies/c_f/biog_dalton.htm

Le volume de référence est :

Chang, R., <u>Chimie générale</u>, 4ème édition, Chenelière McGraw-Hill, Montréal, 2014, 514 p.

Table des matières

2 Les atomes, les molécules et les ions

2.1 La théorie atomique
(Chang, p.43-44)

Exercice 2.1: *Complète les énoncés suivants concernant la théorie atomique de Dalton*

En quelle année Dalton publia-t-il sa théorie atomique? ___________________________

Voici les 4 postulats de sa théorie :

1. Chaque élément est formé de petites particules appelées ______________________.
2. Tous les atomes d'un élément donné sont ____________________________; les atomes d'un élément différent sont ________________________________ à un ou plusieurs points de vue.
3. Il y a formation de ____ quand les atomes se combinent les uns aux autres. Un ______________________________ donné contient toujours les mêmes nombres relatifs et les mêmes types d'atomes.
4. Dans une réaction chimique, il y a ____d'atomes. Les atomes eux-mêmes ne subissent aucune modification au cours de la réaction chimique.

En résumé :

La matière est constituée d'atomes indivisibles et indestructibles, et un atome d'un élément donné a toujours la même masse.



Exercice 2.2: *Complète le tableau suivant en inscrivant, pour chaque énoncé de loi, le bon numéro de loi et la lettre de l'exemple qui y correspond.*

Loi	Énoncé de la loi	exemple
	Deux ou plusieurs éléments qui s'unissent pour former un même composé s'unissent toujours dans des proportions invariables quelle que soit l'origine du composé.	
	Lorsque deux éléments A et B peuvent se combiner de manière à donner naissance à deux composés, les deux masses de A pouvant se combiner à la même masse de B sont entre elles dans un rapport simple.	
	La masse totale des produits qui se modifient est la même avant et après une transformation chimique (rien ne se perd, rien ne se crée).	

Lois

1. Loi de conservation de la masse ou loi de Lavoisier
2. Loi des proportions définies ou loi de Proust
3. Loi des proportions multiples ou loi de Dalton

Exemples

a) CO_2 (gaz carbonique) : 8 g d'oxygène pour 3 g de carbone.

b) 3 g de carbone se combinent avec 8 g d'oxygène pour former 11 g de gaz carbonique.

c) H_2O : 16 g d'oxygène se combinent à 2 g d'hydrogène
H_2O_2 : 32 g d'oxygène se combinent à 2 g d'hydrogène
Rapport : $\frac{32 \text{ g d'oxygène}}{16 \text{ g d'oxygène}} = 2$

2.2 La structure de l'atome

(Chang, p.44-50)

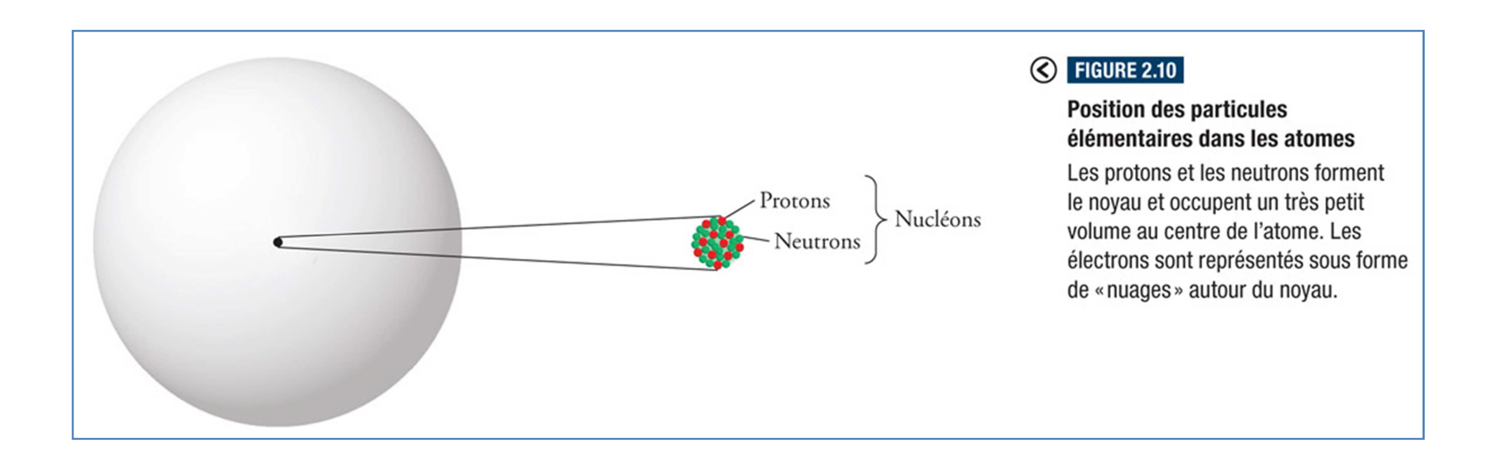


FIGURE 2.10
Position des particules élémentaires dans les atomes
Les protons et les neutrons forment le noyau et occupent un très petit volume au centre de l'atome. Les électrons sont représentés sous forme de « nuages » autour du noyau.



Exercice 2.3: *Avant d'arriver à la représentation moderne de l'atome, les connaissances ont évolué de façon graduelle. Pour te familiariser, complète le tableau suivant :*

Particule	« Découvreur »	Brève description de l'expérience	Caractéristiques (masse, charge)
électron			
proton			
neutron			

Exercice 2.4: *Qu'est-ce que la radioactivité? Décris les différentes radiations émises.*

TABLEAU 2.1 > Masse et charge des particules subatomiques

Particule	Masse (g)	Charge	
		Coulomb	Unité de charge
Électron*	$9{,}109\,39 \times 10^{-28}$	$-1{,}6022 \times 10^{-19}$	-1
Proton	$1{,}672\,62 \times 10^{-24}$	$+1{,}6022 \times 10^{-19}$	$+1$
Neutron	$1{,}674\,93 \times 10^{-24}$	0	0

* Des mesures plus précises ont permis d'obtenir, pour la masse de l'électron, une valeur plus exacte que celle mesurée par Millikan.

2.3 Le numéro atomique, le nombre de masse et les isotopes

(Chang, p.50-53)

Exercice 2.5: *Complète les figures, questions ou énoncés à l'aide des pages 50 à 53 de ton livre de chimie*

a) Représentation symbolique des éléments et de ses constituants

masse atomique ______
numéro atomique ______ $^{A}_{Z}X$ ______________

Les protons sont-ils représentés ? Si oui, par quel symbole ?______________

Les électrons sont-ils représentés ? Si oui, par quel symbole ?______________

Comment peut-on déterminer le nombre de neutrons ?______________

____

b) *Comment peut-on appeler deux éléments qui ne diffèrent que par leur nombre de neutrons ?*

____

c) *D'après ce qui a été mentionné jusqu'à maintenant, que pouvez-vous dire à propos des propriétés chimiques des isotopes ?*

____

____

d) *Puisque tous les atomes sont constitués d'un noyau et d'électrons comment peut-on expliquer que les propriétés chimiques de deux atomes différents soient différentes ?*

____

____

Exercice 2.6: *Complète le tableau suivant :*

	Protons	Neutrons	électrons	Représentation symbolique
Argent				
Silicium				
	79	118	79	
Titane				
				$^{7}_{3}Li$

2.4 Le tableau périodique

(Chang, p.53-54)

Le tableau périodique, présenté pour la première fois par le chimiste russe Dimitri Mendeleïev en 1869, s'avère un outil précieux puisqu'il met systématiquement en relation les propriétés des éléments et qu'il aide à prédire leur comportement chimique. Nous approfondirons son étude au chapitre 6.

Tableau périodique des éléments

alcalins 1	alcalino-terreux 2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	halogènes 17	gaz rares 18
1 H Hydrogène 1,008																	2 He Hélium 4,003
3 Li Lithium 6,941	4 Be Béryllium 9,012											5 B Bore 10,81	6 C Carbone 12,01	7 N Azote 14,01	8 O Oxygène 16,00	9 F Fluor 19,00	10 Ne Néon 20,18
11 Na Sodium 22,99	12 Mg Magnésium 24,31	éléments de transition										13 Al Aluminium 26,98	14 Si Silicium 28,09	15 P Phosphore 30,97	16 S Soufre 32,06	17 Cl Chlore 35,45	18 Ar Argon 39,95
19 K Potassium 39,10	20 Ca Calcium 40,08	21 Sc Scandium 44,96	22 Ti Titane 47,90	23 V Vanadium 50,94	24 Cr Chrome 52,00	25 Mn Manganèse 54,94	26 Fe Fer 55,85	27 Co Cobalt 58,93	28 Ni Nickel 58,70	29 Cu Cuivre 63,55	30 Zn Zinc 65,38	31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germanium 72,59	33 As Arsenic 74,92	34 Se Sélénium 78,96	35 Br Brome 79,90	36 Kr Krypton 83,80
37 Rb Rubidium 85,47	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,91	40 Zr Zirconium 91,22	41 Nb Niobium 92,91	42 Mo Molybdène 95,94	43 Tc Technécium (98)	44 Ru Ruthénium 101,1	45 Rh Rhodium 102,9	46 Pd Palladium 106,4	47 Ag Argent 107,9	48 Cd Cadmium 112,4	49 In Indium 114,8	50 Sn Étain 118,7	51 Sb Antimoine 121,8	52 Te Tellure 127,6	53 I Iode 126,9	54 Xe Xénon 131,3
55 Cs Césium 132,9	56 Ba Baryum 137,3	57 La* Lanthane 138,9	72 Hf Hafnium 178,5	73 Ta Tantale 180,9	74 W Tungstène 183,9	75 Re Rhénium 186,2	76 Os Osmium 190,2	77 Ir Iridium 192,2	78 Pt Platine 195,1	79 Au Or 197,0	80 Hg Mercure 200,6	81 Tl Thallium 204,4	82 Pb Plomb 207,2	83 Bi Bismuth 209,0	84 Po Polonium (209)	85 At Astate (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium 226,0	89 Ac** Actinium (227)	104 Rf (261)	105 Ha (262)	106 Unh (263)	107 Uns	108	109 Une							métaux←	→non-métaux	

* lanthanides	58 Ce Cérium 140,1	59 Pr Praséodyme 140,9	60 Nd Néodyme 144,2	61 Pm Prométhium (145)	62 Sm Samarium 150,4	63 Eu Europium 152,0	64 Gd Gadolinium 157,3	65 Tb Terbium 158,9	66 Dy Dysprosium 162,5	67 Ho Holmium 164,9	68 Er Erbium 167,3	69 Tm Thulium 168,9	70 Yb Ytterbium 173,0	71 Lu Lutétium 175,0
** actinides	90 Th Thorium 232,0	91 Pa Protactinium (231)	92 U Uranium 238,0	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Américium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkélium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendélévium (258)	102 No Nobélium (259)	103 Lr Lawrencium (260)

Caractéristiques des métaux :

1)____

2)____

____

3)____

Caractéristiques des non-métaux :

1)____

2)____

2.5 Les formules chimiques

(Chang, p.54-56)

Les formules chimiques servent à exprimer la composition (éléments présents et rapport dans lequel les atomes sont combinés) des espèces chimiques à l'aide de symboles.

Les formules moléculaires

Une formule moléculaire indique le nombre exact d'atomes de chaque élément contenu dans la plus petite unité d'une substance.

Les formules empiriques

Une formule empirique indique dans quel rapport de nombres entiers simples se trouvent les éléments dans une molécule.

Exercice 2.7: *Donne la formule empirique du paradichlorobenzène ($C_6H_4Cl_2$). Cette substance est utilisée couramment comme insecticide, (notamment anti-mite), et désodorisant, sous forme de boules, qui porte le nom de « boules à mite », ou de bloc.*

2.6 Les composés chimiques

(Chang, p.56-63)

2.6.1 Les ions et les composés ioniques

Un ion, c'est un atome ou un groupe d'atomes qui possède une charge nette positive (cation) ou négative (anion).

Exercice 2.8: *Représentation symbolique des ions et de ses constituants*

$^{23}_{11}Na^{+}$

Combien y a-t-il de protons ? 11

Combien y a-t-il de neutrons ? 12

Combien y a-t-il d'électrons ? 10

 ***Exercice 2.9:*** *Complète le tableau suivant :*

Symbole	Protons	Neutrons	électrons	Charge nette
$^{238}_{92}U$	92	146	92	
40/20 Ca +2	20	20	18	2+
V	23	28	20	
$^{89}_{39}Y$				
	15	16		3-

Les composés ioniques

L'assemblage électriquement neutre d'ions de charges opposées forme un **composé ionique**. Les composés ioniques s'organisent sous forme d'un réseau tridimensionnel d'extension indéterminée appelé **réseau cristallin.**

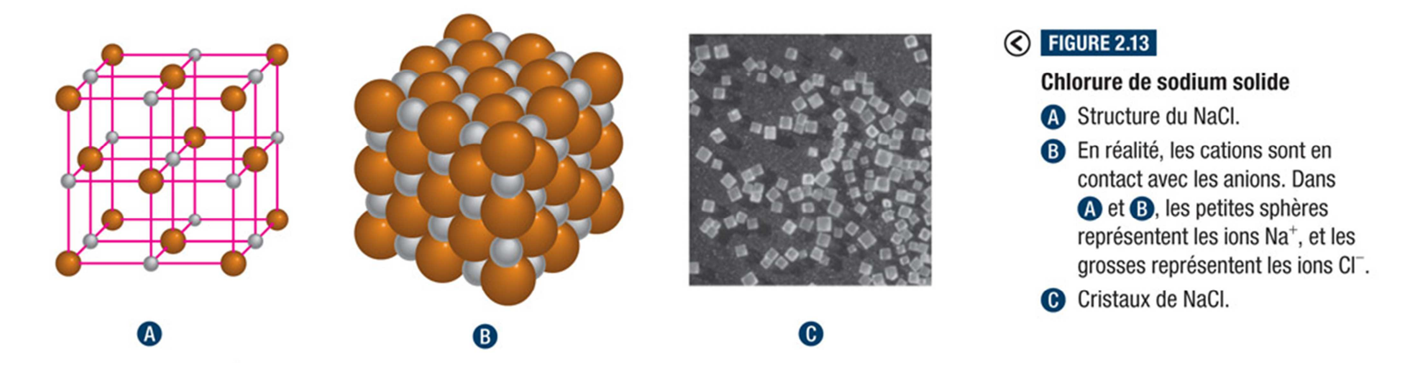


FIGURE 2.13

Chlorure de sodium solide

A Structure du NaCl.

B En réalité, les cations sont en contact avec les anions. Dans A et B, les petites sphères représentent les ions Na^+, et les grosses représentent les ions Cl^-.

C Cristaux de NaCl.

Exercice 2.10: *Donne la formule du composé ionique formé des ions phosphate PO_4^{3-} et baryum Ba^{2+}*

Ba3(PO4)2

2.6.2 Les composés covalents : les molécules et les réseaux covalents

Une **molécule** est un assemblage d'au moins deux atomes maintenus ensemble, dans un arrangement déterminé, par des forces chimiques.

Corps simple : Substance chimique qui contient une seule espèce d'atome

Molécule diatomique : Contient deux atomes

Molécule polyatomique : Contient plus de deux atomes

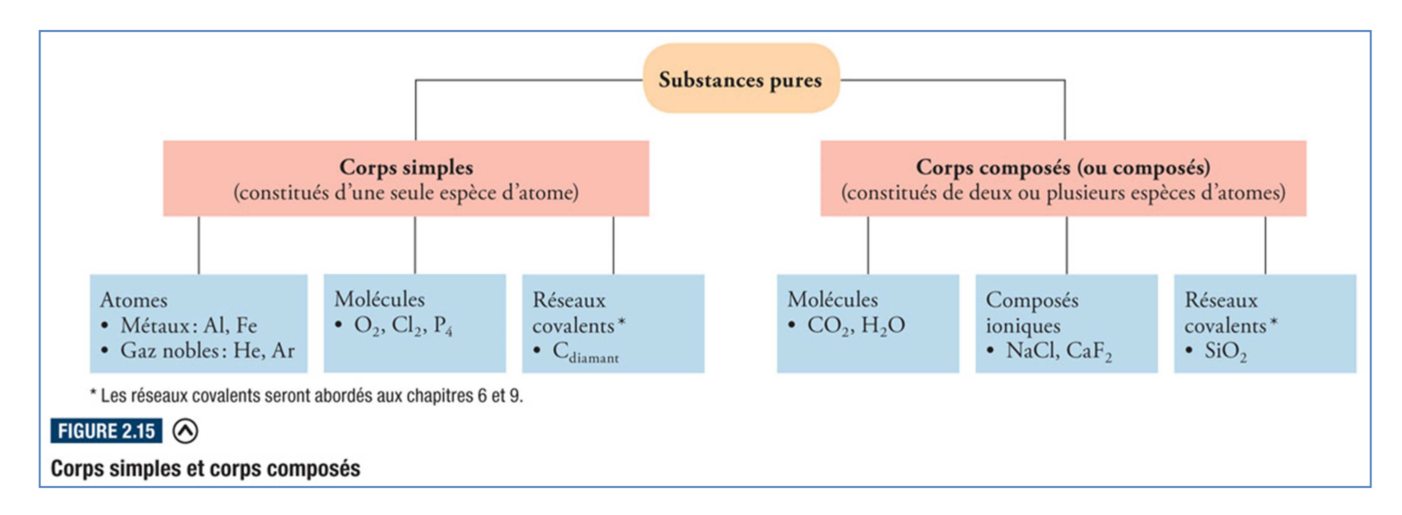


FIGURE 2.15
Corps simples et corps composés

2.6.3 Les modèles moléculaires

(Chang, p.60-61)

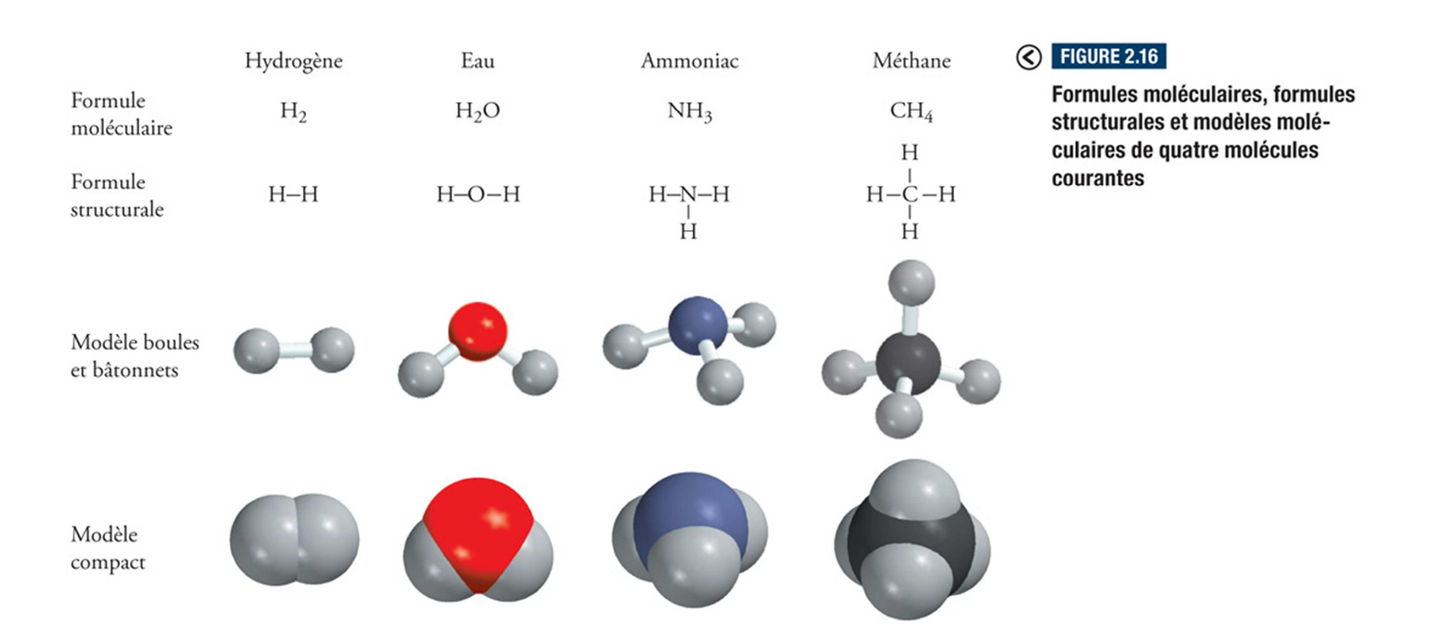


FIGURE 2.16
Formules moléculaires, formules structurales et modèles moléculaires de quatre molécules courantes

2.7 Les réactions chimiques

(Chang, p.63-67)

2.7.1 Les nombres d'oxydation

La notion d'état d'oxydation (ou nombre d'oxydation ou degré d'oxydation) permet de suivre le cheminement des électrons au cours des réactions d'oxydoréduction. Pour déterminer l'état d'oxydation, on utilise un ensemble de règles dont la majorité concerne la façon d'attribuer aux atomes individuels les électrons mis en commun dans les composés covalents.

Règles permettant d'assigner un nombre d'oxydation aux atomes

1. Dans une formule qui ne comporte qu'un seul élément, ou pour les éléments pris à l'état pur, le nombre d'oxydation d'un atome est de 0. Par exemple, dans Na(s), O_2(g) et Hg(l), le nombre d'oxydation de chaque atome est de 0.

2. Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique a la même valeur que la charge de cet ion. Par exemple, le nombre d'oxydation de l'ion Na^+ est de +1; celui du Cl^- est de -1.

Oxygène

3. On assigne à l'oxygène le nombre d'oxydation -2 même dans les composés covalents. La seule exception à cette règle concerne les peroxydes (composés qui contiennent le groupement O_2^{2-}), pour lesquels le nombre d'oxydation de chaque atome d'oxygène est de -1. Le peroxyde le plus connu est le peroxyde d'hydrogène, H_2O_2.

Hydrogène

4. On assigne à l'hydrogène le nombre d'oxydation de +1 quand il est associé à des non-métaux dans les composés covalents. Par exemple, dans HCl, NH_3, H_2O et CH_4. On lui assigne le nombre d'oxydation de -1 dans les hydrures métalliques par exemple LiH, CaH_2.

5. Dans les composés binaires, on assigne à l'élément le plus électronégatif un nombre d'oxydation négatif de même valeur que la charge qu'il porte habituellement dans ses composés ioniques. Par exemple, le nombre d'oxydation du fluor est toujours -1. Autrement dit, le fluor est toujours considéré comme F^{-1} dans ses composés. Le nombre d'oxydation de l'azote est de -3 dans NH_3. Le nombre d'oxydation du soufre est de -2 dans H_2S. Le nombre d'oxydation de l'iode est de -1 dans HI, etc.

6. Dans le cas d'une molécule neutre, la somme des nombres d'oxydation doit être nulle. Dans le cas d'espèces ioniques, elle doit être de même valeur que la charge totale. Par exemple, la somme des nombres d'oxydation de l'hydrogène et de l'oxygène dans la molécule d'eau est de 0; la somme des nombres d'oxydation du carbone et de l'oxygène dans CO_3^{2-} est de -2; la somme des nombres d'oxydation de l'azote et de l'hydrogène dans NH_4^+ est de +1.

N.B. : Il peut arriver que le nombre d'oxydation soit fractionnaire.


Exercice 2.11: *Déterminez les nombre d'oxydation de tous les atomes dans les composés suivants:*

CaH_2	PF_3	$Cr_2O_7^{2-}$	Cl_2	NH_4^+	Fe_3O_4	$KMnO_4$
+2 -1 -1 ——— 0	+3 -1 -1 -1 ——— 0	7(-2) +6 +6 ——— -2	0 0 ———	-3 +1 +1 +1 +1 ——— +1	+8/3 +8/3 +8/3 -2 -2 -2 -2 ———	+1 +7 -2 -2 -2 -2 ———

2.7.2 L'oxydoréduction

Pour classifier les réactions chimiques, le système le plus courant consiste à les classer selon deux catégories : les réactions qui sont des oxydoréductions et celles qui ne le sont pas.

Une réaction d'oxydoréduction, c'est une réaction où il y a **transfert d'électrons** d'un réactif à un autre. La réaction d'oxydoréduction est la somme de deux réactions qui ont lieu **simultanément** : l'oxydation et la réduction. Ce transfert d'électrons produit un courant électrique qu'il est possible d'utiliser pour en tirer de l'énergie; c'est le cas des piles électrochimiques (votre batterie d'auto ou les piles que vous utilisez dans votre "walkman").

Exemple: CH4 + 2O2 —> CO2(g) + 2H2O (g)

L'oxydation

Réaction chimique au cours de laquelle une espèce chimique cède un ou plusieurs électrons.

Exemple : ______________________________

La réduction

Réaction chimique au cours de laquelle une espèce chimique capte un ou plusieurs électrons.

Exemple : ______________________________

La somme des demi-réactions donne la réaction globale, l'oxydoréduction, et met en évidence le fait que le nombre d'électrons cédés égale celui des électrons captés, ce qui correspond à l'équation équilibrée.

2.7.3 Les oxydants et les réducteurs

Agent oxydant: ______________________________

____

Agent réducteur: ______________________________

____

Exercice 2.12: *Cette réaction, appelée réaction aluminothermique, est spectaculaire; elle est utilisée pour produire du fer liquide servant à souder de gros objets de fer.*

$$2Al\,(s) + Fe_2O_3\,(s) \rightleftharpoons 2\,Fe\,(l) + Al_2O_3(s)$$

Dans cette réaction, identifiez quels atomes sont oxydés et lesquels sont réduits puis identifier l'agent oxydant et l'agent réducteur.

Exercice 2.13: *Déterminer, parmi les réactions suivantes, la quelle ou lesquelles sont des réactions d'oxydoréduction.*

a) $2\,ZnS\,(s) + 3\,O_2(g) \rightarrow 2\,ZnO(s) + 2\,SO_2(g)$

b) $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$

c) $4\,NH_3(g) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,N_2(g) + 6\,H_2O\,(g)$

d) $H_2(g) + Cl_2\,(g) \rightarrow 2\,HCl\,(g)$

e) $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl\,(s) + NaNO_3\,(aq)$

Exercice 2.14: *Déterminer l'état d'oxydation de l'azote dans les composes suivants:*

a) $NaNO_3$

b) N_2

c) N_2O_5

d) NO_2

e) KNO_2

f) Li_3N

Exercice 2.15: *Déterminer l'état d'oxydation de tous les atomes dans les composés suivants :*

$NaHCO_3$	Na_2O_2	K_2CrO_4	He	PO_4^{3-}	CH_4	SnO_2

2.8 La nomenclature des composés inorganiques

(Chang, p.67-76)

2.8.1 La nomenclature des ions

A. Nomenclature des cations monoatomiques

Ion *nom du métal* (nombre *d'oxydation pour les cations de charges variables seulement*)

Cations de charge fixe : les alcalins (+1), les alcalinos-terreux (+2), Ag^{+}, Zn^{2+}, Cd^{2+}, Al^{3+}

Cations de charge variable : en général, les métaux de transition (sauf quelques exceptions)

Exemples :

Mg^{2+} : ____________________________________

Cr^{2+} : ____________________________________

Cr^{6+} : ____________________________________

B. La nomenclature des anions monoatomiques

En général, on ajoute le suffixe "URE" mais il y a plusieurs exceptions (voir tableau 2.4 p.68).

Exemples :

Br^{-} : ____________________________________

O^{2-} : ____________________________________

C. Nomenclature des ions polyatomiques

Hydranions :____

Oxanions :____

N.B. **Il faut apprendre leur nom (voir tableau 2.5 p.69 et feuille verte – noms des ions polyatomiques courants).**

Exemples :

NH_4^{+} : ______________________________

BrO^{-} : ______________________________

BrO_2^{-} : ______________________________

BrO_3^{-} : ______________________________

BrO_4^{-} : ______________________________

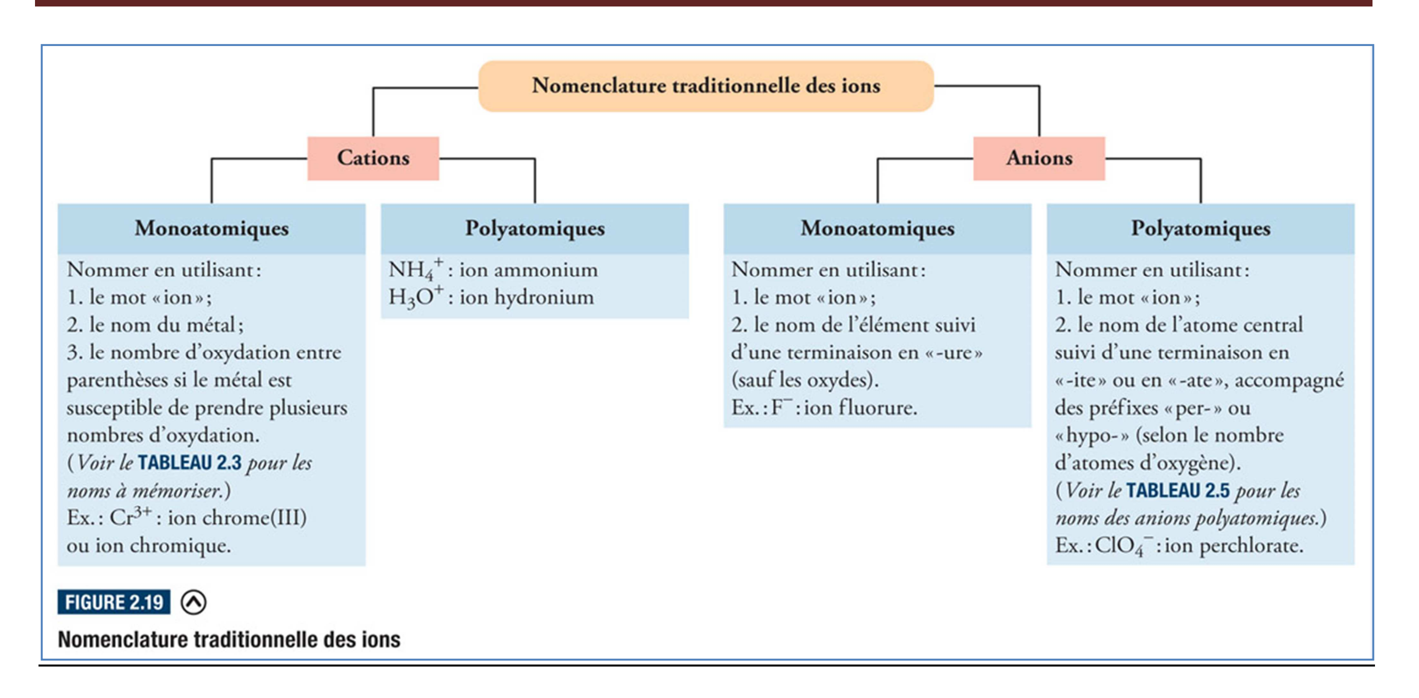


FIGURE 2.19
Nomenclature traditionnelle des ions

2.8.2 La nomenclature des composés ioniques (composés binaires)

Composé ionique : formé d'un anion et d'un cation. Le cation est métal (ou cation polyatomique) et l'anion est un non-métal (ou un anion polyatomique. On les nomme de la façon suivante :

Nom de l'anion de nom de cation

Exercice 2.16: *Nomme les composés ioniques suivants :*

a) KI ______________________
b) FeS ______________________
c) $MgCl_2$ ______________________
d) Al_2O_3 ______________________
e) $Al(OH)_3$ ______________________
f) Li_3PO_4 ______________________
g) $SnBr_2$ ______________________
h) CuCN ______________________

Exercice 2.17: *Donne la formule chimique des composés ioniques suivants :*

a) Iodure de strontium ______________
b) Oxyde d'étain (IV) ______________
c) Hydrogénosulfate de plomb(II) ______________
d) Nitrite d'argent ______________
e) Acétate de magnésium ______________
f) Nitrure de sodium ______________

2.8.3 La nomenclature des hydrates

Les **hydrates** sont des composés ioniques ayant un nombre déterminé de molécules d'eau qui leur est attaché (en cristallisant). Un sel non hydraté est dit **anhydre**. On les nomme de la même façon que pour les composés ioniques en précisant le nombre de molécules d'eau rattaché.

Exemples :

$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ Sulfate de cuivre(II) pentahydraté

$MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$ ______________________________

$CuCl_2 \cdot 2\ H_2O$ ______________________________

2.8.4 La nomenclature des composés covalents

Un **composé covalent** est formé de la combinaison chimique de deux non-métaux. Pour les nommer, voir la figure 21 ci-dessous et le tableau 2.7 p.72. Voir aussi la figure 2.20 pour l'ordre des éléments dans la formule.

Certains composés covalents sont toujours désignés par leur nom usuel.

H_2O	NH_3	CH_4	SiH_4	PH_3	BH_3
Eau	Ammoniac	Méthane	Silane	Phosphane	borane

Exercice 2.18: *Nomme ou donne la formule des composés covalents suivants :*

a) NO_2 ______________________________

b) N_2O_5 ______________________________

c) CS_2 ______________________________

d) CO ______________________________

e) Trichlorure de phosphore ______________________________

f) Dioxyde de chlore ______________________________

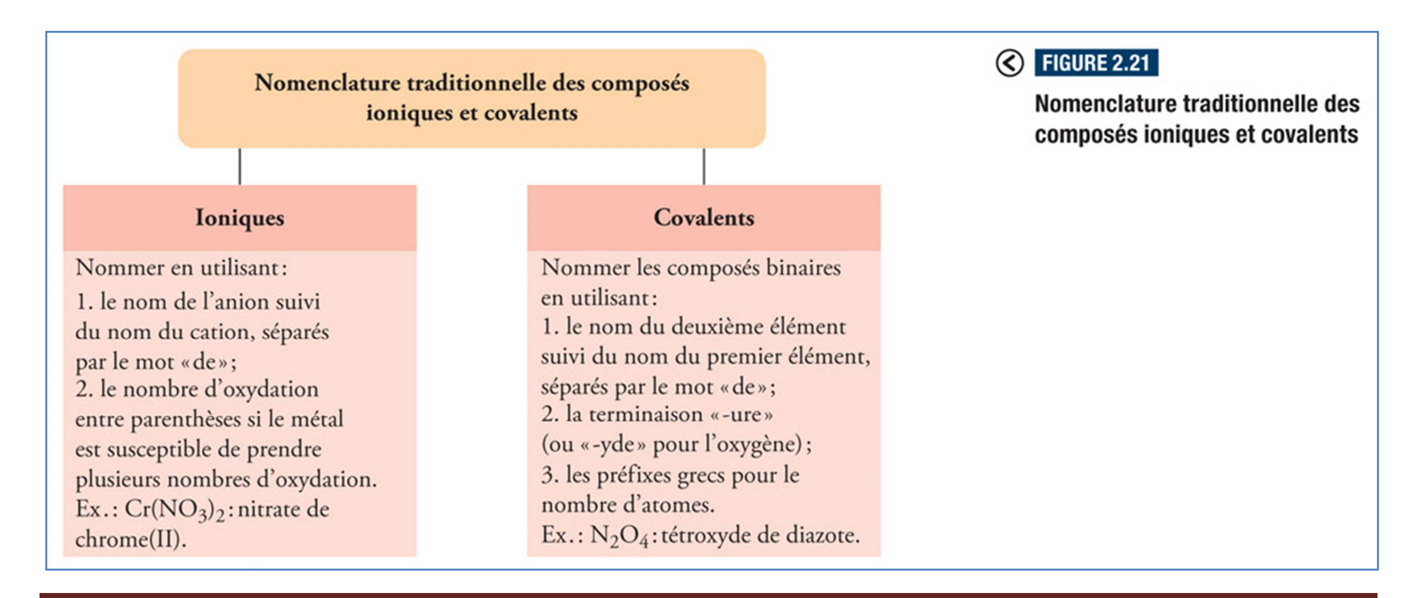


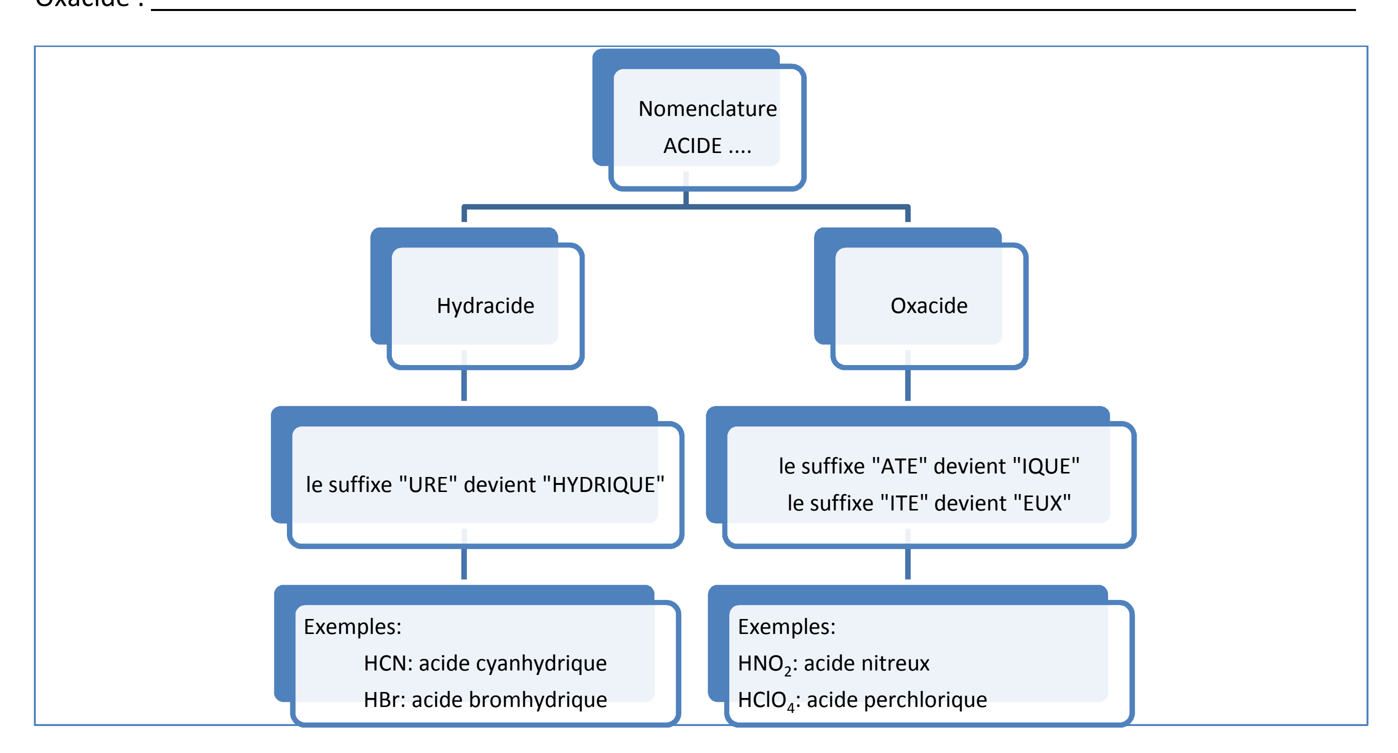
FIGURE 2.21 Nomenclature traditionnelle des composés ioniques et covalents

2.8.5 La nomenclature des acides

On peut définir un acide comme étant une substance qui, une fois dissoute dans l'eau, libère des ions hydrogène (H^+) lesquels s'associent avec l'eau pour former l'ion hydronium (H_3O^+). Pour des fins de nomenclature, on peut définir un acide comme un composé ionique dans lequel le cation est remplacé par l'ion hydrogène, H^+.

Hydracide : ____

Oxacide : ____



N .B. Pour les oxacides, le suffixe de l'acide est plutôt changé en "ORIQUE" ou "OREUX". Par exemple, H_2SO_4 se nomme acide sulfurique (et non acide sulfique).

Exercice 2.19: *Nomme ou donne la formule des acides suivants :*

a) HI ______________________

b) H_2S ______________________

c) HIO_4 ______________________

d) H_2CO_3 ______________________

e) CH_3COOH ______________________

f) Acide sulfureux ______________________

g) Acide phosphorique ______________________

2.8.6 La nomenclature des bases

Les bases usuelles sont formées, pour la plupart, de l'ion hydroxyde (OH^-). On les nomme donc en suivant les règles de nomenclature des composés ioniques.

Exercice 2.20: *De quel type de composé s'agit-il? Nommez-le.*

1) $NaHCO_3$ ______________________________
2) Li_2CO_3 ______________________________
3) $CoBr_2$ ______________________________
4) HI(aq) ______________________________
5) $K_2Cr_2O_7$ ______________________________
6) $ZnCl_2$ ______________________________
7) H_2S(aq) ______________________________
8) Ag_2S ______________________________
9) $Fe(IO_4)_3$ ______________________________
10) $CrSO_4$ ______________________________
11) $Pb(NO_3)_2$ ______________________________
12) SF_6 ______________________________
13) $Mn(OH)_2$ ______________________________
14) H_2SO_4(aq) ______________________________
15) N_2O_5 ______________________________
16) H_3PO_4(aq) ______________________________
17) $NH_4H_2PO_4$ ______________________________
18) Al_2O_3 ______________________________
19) NaOCl ______________________________
20) MnO_2 ______________________________
21) $MnCl_2{\cdot}6H_2O$ ______________________________

Exercice 2.21: *À partir du nom des composés, en déduire la formule chimique.*

1) Nitrate de fer(II) ____________________
2) Fluorure de magnésium ____________________
3) Phosphate de magnésium ____________________
4) Monoxyde de dichlore ____________________
5) Perchlorate de césium ____________________
6) Oxyde de béryllium____________________
7) Tétrachlorure de silicium ____________________
8) Acide sulfureux ____________________
9) Hydroxyde d'aluminium ____________________
10) Oxyde de plomb(II) ____________________
11) Acétate de cuivre (II) ____________________
12) Peroxyde de sodium ____________________
13) Oxyde de plomb(IV)____________________
14) Acide acétique ____________________
15) Bromure de cuivre(I) ____________________
16) Acide bromhydrique ____________________
17) Hydrogénosulfure de calcium ____________________
18) Iodure d'ammonium ____________________
19) Hydrure de sodium ____________________
20) Sulfure de mercure(I) ____________________
21) Sulfate de sodium décahydraté ____________________

. en résumé

Nomenclature traditionnelle des composés

n e s on. I).

Covalents

Nommer les composés binaires en utilisant:
1. le nom du deuxième élément suivi du nom du premier élément, séparés par le mot «de»;
2. la terminaison «-ure» (ou «-yde» pour l'oxygène);
3. les préfixes grecs pour le nombre d'atomes.

Ex.: N_2O_4: tétroxyde de diazote.

Acides (débutent par H)

Hydracides (ne contiennent pas d'oxygène)

Remplacer la terminaison «-ure» par la terminaison «-hydrique» (*voir le* **TABLEAU 2.8**, *p. 74*).
Ex.: HCl: acide chlorhydrique.

Oxacides (contiennent H, O et un atome central)

Nommer en utilisant:
1. le nom «acide»;
2. la terminaison «-ique» ou «-eux» pour l'atome central, accompagnée, s'il y a lieu, des préfixes «per-» et «hypo-» selon le nombre d'atomes d'oxygène (*voir le* **TABLEAU 2.9**, *p. 74, et la* **FIGURE 2.22**, *p. 75*).

Ex.: H_3PO_3: acide phosphoreux.

Bases

Il s'agit de composés ioniques contenant l'anion hydroxyde (OH^-).
Nommer en utilisant le nom «hydroxyde» suivi du nom du cation, séparés par le mot «de».
Ex.: $Ba(OH)_2$: hydroxyde de baryum.

Hydrates

Il s'agit de composés ioniques (sels) contenant des molécules d'eau.
Nommer en utilisant:
1. le nom du sel suivi du mot «hydraté»;
2. les préfixes grecs pour le nombre de molécules d'eau.

Ex.: $BaCl_2 \cdot 2H_2O$: chlorure de baryum dihydraté.

le, 4ème édition, Chenelière McGraw-Hill, Montréal, 2014, p.79